b- $K=\frac{10^{-pKa_1}}{10^{-pKa_2}}=\frac{10^{-pKa_1}}{10^{-(pKe-pKb_2)}}$

$\Rightarrow K=\frac{10^{-3.3}}{10^{-3.75}}=10^{0.45}=2,82.$

$pKa_1=3,3$; $pKa_2=14-10,25=3,75$

$pKa_1 < pKa_2$ $\Rightarrow$ l'acide HNO_2 est plus fort que l'acide HCO_2H et la base HCO_2^- est plus forte que la base NO_2^- car à l'acide le plus fort correspond la base la plus faible.

4°) $\pi=\frac{[HCO_2H].[NO_2^-]}{[HCO_2^-].[HNO_2]}=\frac{0,2\times0,4}{0,5\times0,1}=1,6$

$\pi < K$ $\Rightarrow$ le systéme n'est pas en équilibre, il va évoluer dans le sens à augmenter π $\Rightarrow$ Sens direct.

Exercice N°2 :

1°) A_1 : $CH_3NH_3^+$

B_1: $C_6H_5O^-$

L'acide le plus fort possède **pKa** plus faible.

$pKa_1 < pKa_2 \Rightarrow C_6H_5O^-$ est acide plus fort que $CH_3NH_3^+$.

2°) $CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$

La constante K_1

$K_1=\frac{[CH_3NH_3^+].[OH^-]}{[CH_3NH_2^-]}=K_{b_1}.$

$\Rightarrow K_1=10^{-pKb_1}$

Valeur pK_{b_1}

$pKa_1+pKb_1=14 \Longrightarrow pKb_1=14-pKa_1$

$pKb_1=14-10,7=3,3$

Par suite $K_1=10^{-3,3}=5.10^{-4}$

3°)

a- Réaction entre CH_3NH_2 et C_6H_5OH d'équation :

$CH_3NH_2 + C_6H_5OH \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + C_6H_5O^-$

Loi d'action de masse :

$K=\frac{[CH_3NH_3^+].[C_6H_5O^-]}{[CH_3NH_2].[C_6H_5OH]}$

$=\frac{[CH_3NH_3^+]}{[CH_3NH_2].[H_3O^+]}.\frac{[C_6H_5O^-].[H_3O^+]}{[C_6H_5OH]}$

AN : $K=10^{0,7}=5$